الوحدة الرابعة : تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن

1- تعريف الحمض والاساس حسب برونشتد:

أ- تعريف الحمض: هو نوع كيميائي قادر على منح بروتون أو اكثر.

ب- تعريف الاساس : هو نوع كيميائي قادر على التقاط بروتون أو اكثر.

2- pH محلول مائي:

أ- تعريف الــ pH:

من أجل المحاليل المددة فإن الــ pH يعرف كما يلي: $\mathrm{pH} = -\log[H_3O^+]$ أي أن $[H_3O^+] = 10^{-pH}$.

- مثال: محلول لحمض كلور الهيدروجين تركيزه $[H_3O^+] = 10^{-2}\, mol/L$

محلول لحمض الايثانويك تركيزه بشوارد الهيدرونيوم – الاكسونيوم $[H_3O^+] = 3.98\times10^{-3}\, mol/L$

- احسب الــ pH للمحلولين وماذا تستنتج ؟

ملاحظات :

- عند 25°C المحاليل المعتدلة لها $\mathrm{pH} = 7$ ، المحاليل الحمضية $\mathrm{pH} < 7$ والمحاليل الاساسية $\mathrm{pH} > 7$.
- الجداء الشاردي للماء : $Ke = [H_3O^+]\times[OH^-] = 10^{-14}$.

ب- طرق قياس الــ pH:

- باستعمال الكواشف الملونة : مثل الهليانتين او ازرق البروموتيمول او الفينول فتالين حيث يمكن تحديد مجال قيمة الــ Ph .
- ورق الــ pH : وهو ورق موجود في علبة حيث نغمس الورق في المحلول ثم نقارن اللون الناتج مع الالوان المعطاة في العلبة فنتحصل على الــ pH .
- الــ pH متر : يتكون الجهاز من جزأين : مسريان يغمسان في المحلول ونسميهما المسبار و وفولط متر لقياس الكمون بين المسريين. حيث تكون قيمة القياس تقريبية ونسبة الخطأ فيها هي 10% . نأخذ دوما رقم واحد بعد الفاصلة عند قياس الــ pH .

3- المحاليل الحمضية المحاليل الاساسية:

أ- الحمض القوي والحمض الضعيف:

- محلول لحمض كلور الهيدروجين تركيزه المولي $C_1 = 10^{-2}\, mol/L$ وله $\mathrm{pH} = 2$.

معادلة تفككه : $HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$

$$[H_3O^+]_1 = 10^{-pH} = 10^{-2}\, mol/L = C_1$$

أي أن كلور الهيدروجين يتشرد كليا.

- محلول لحمض الايثانويك تركيزه المولي $C_2 = 10^{-2}\, mol/L$ وله $\mathrm{pH} = 3.4$

معادلة تفككه : $CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} = H_3O^+{}_{(aq)} + CH_3COO^-{}_{(aq)}$

$$[H_3O^+]_2 = 10^{-3.4} = 3.98\times10^{-4}\, mol/L < C_2$$

حمض الايثانويك يتشرد جزئيا.

نتيجة: – الحمض القوي هو الحمض الذي يتشرد كليا .

–الحمض الضعيف هو الذي يتشرد جزئيا.

ب- الاساس الضعيف والاساس القوي:

نعتبر محلولين من ماءات الصوديوم $(Na^+ + OH^-)$ومثيل أمين CH_3NH_2 لما نفس التركيز $C = 10^{-2}\,mol/L$.

اعطى مقياس الـــ pH متر لهما على الترتيب: $pH_1 = 12$ و $pH_2 = 10.8$.

- معادلة تفكك هيدروكسيد الصوديوم:

$$NaOH_{(s)} \rightarrow Na^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

لنحسب تركيز $[OH^-]$:

$$Ke = [H_3O^+]\times[OH^-] \Rightarrow [OH^-] = \frac{Ke}{[H_3O^+]} = \frac{Ke}{10^{-pH}} = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^{-2}\,mol/L$$

هيدروكسيد الصوديوم انحل كليا في الماء .

- معادلة تفكك المثيل امين :

$$CH_3NH_{2(\boldsymbol{aq})} + H_2O_{(l)} = CH_3NH_3{}^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

لنحسب تركيز $[OH^-]$:

$$Ke = [H_3O^+]\times[OH^-] \Rightarrow [OH^-] = \frac{Ke}{[H_3O^+]} = \frac{Ke}{10^{-pH}} = \frac{10^{-14}}{10^{-10.8}} = 6.33\times10^{-4}\,mol/L$$

المثيل أمين يتشرد جزئيا في الماء.

نتيجة:

- الاساس القوي و الذي ينحل يتشرد كليا في الماء.
- الاساس الضعيف ينحل جزئيا في الماء.

4- تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن:

أ- مقارنة التقدم الاعظمي والتقدم النهائي:

نشاط 1 : نقوم بإذابة $V_g = 250mL$ من غاز كلور الهيدروجينHCl في $1L$ من الماء المقطر نقيس الـــ pH نجده 2.

في شروط التجربة $V_M = 24\,L/mol$.

1- اكتب معادلة التفاعل الحادث.

2- انجز جدولا لتقدم التفاعل ثم احسب التقدم الاعظمي .

3- احسب التقدم عند نهاية التفاعل .

4- احسب النسبة: $\frac{x_f}{x_{max}}$ وماذا تستنتج؟

الحل:

1- معادلة التفاعل: $HCl_{(\ )} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$

2- جدول التقدم:

$$n_0 = \frac{V_g}{V_M} = \frac{0.25}{24} = 0.01mol$$

معادلة التفاعل	$HCl_{(g)}$	$+ H_2O_{(l)} \rightarrow$	$H_3O^+{}_{(aq)}$	$+ Cl^-{}_{(aq)}$
الحالة الابتدائية	n_0	بوفرة	0	0
الحالة الانتقالية	$n_0 - x$	بوفرة	x	x
الحالة النهائية	$n_0 - x_{max}$	بوفرة	x_{max}	x_{max}

- التقدم الاعظمي : هو التقدم الموافق لاستهلاك المتفاعل المحد كليا.
- التقدم الاعظمي: $n_0 - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = n_0 = 0.01mol$

3- التقدم النهائي: وهو التقدم الملاحظ عند توقف تطور الجملة الكيميائية.

$$x_f = [H_3O^+]\times V = 10^{-2}\times 1 = 0.02mol$$

4- نسبة التقدم النهائي: $\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{0.02}{0.02} = 1$ أي $\tau_f = 100\%$

- تفاعل غاز كلور الهيدروجين تام مع الماء.

نشاط 2:

نسكب في حوجلة سعتها $500mL$ حجما $V = 2.86mL$ من حمض الايثانويك CH_3COOH كثافته: $d = 1.05$ ، نكمل الحجم بعد ذلك الى خط العيار بالماء المقطر . بعد الرج نقيس الــ pH فنجده 2.9 .

1-اكتب معادلة انحلال حمض الايثانويك في الماء.

2-احسب كمية مادة حمض الايثانويك ثم انشئ جدولا لتقدم التفاعل.

3- احسب النسبة: τ_f وماذا تستنتج؟

معطيات : الكتلة الحجمية للماء $\rho_0 = 1\, g/mL$ ، $M(CH_3COOH) = 60\, g/mol$.

الحل:

1- معادلة الانحلال:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} = H_3O^+{}_{(aq)} + CH_3COO^-{}_{(aq)}$$

2- كمية المادة: $n_0 = \frac{m}{M} = \frac{\rho V}{M} = \frac{d\rho_0 V}{M} = \frac{1.05\times1\times2.86}{60} = 0.05mol$

معادلة التفاعل	$CH_3COOH_{(aq)}$	$+ H_2O_{(l)} =$	$H_3O^+{}_{(aq)}$	$+ CH_3COO^-{}_{(aq)}$
الحالة الابتدائية	n_0	بوفرة	0	0
الحالة الانتقالية	$n_0 - x$	بوفرة	x	x
الحالة النهائية	$n_0 - x_{max}$	بوفرة	x_{max}	x_{max}

3- حساب التقدم الاعظمي:

$$n_0 - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = n_0 = 0.05mol$$

- التقدم النهائي:

$$x_f = [H_3O^+]\times V = V\times 10^{-pH} = 0.5\times 10^{-2.9} = 6.3\times 10^{-4}mol$$

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{6.3\times10^{-4}}{0.05} = 0.0126 = 1.26\%$$

- المتفاعل المحد لم يستهلك كليا وهذا يعني ان التفاعل غير تام أي انه في الحالة النهائية المتفاعلات والنواتج متواجدة في الوسط التفاعلي في نفس الوقت.

- تعرف نسبة التقدم في اي لحظة بـــ $\tau = \frac{x}{x_{max}}$ وتتغير هذه النسبة خلال تطور الجملة الكيميائية الى أن تصل الى حالتها النهائية وتكتب عندها : $\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}$

- يكون التحول تام اذا كان : $\tau_f = 1$ أي $\tau_f = 100\%$
- يكون التحول غير تام إذا كان $\tau_f < 1$ أي $\tau_f < 100\%$.

5-مفهوم حالة التوازن:

أ- اتجاه تطور جملة كيميائية:

- عدة تفاعلات كيميائية تحدث في اتجاهين متعاكسين أي أن المتفاعلات تعطي نواتج والنواتج تتفاعل فيما بينها لتعطي المتفاعلات من جديد لذا نستعمل الرمز = في كتابة معادلات التفاعل .
- في تحول كيميائي اذا كانت المتفاعلات والنواتج متواجدة بكميات ثابتة فإن الجملة في حالة توازن.

ب- كسر التفاعل Q_r :

وهو مقدار يميز الجملة الكيميائية وهي في حالة ما . قيمته تدلنا على مدى تقدم التفاعل وعبارته تتعلق بطبيعة الجملة.

$$aA + bB = cC + dD$$

كسر التفاعل يعطى بالعبارة:

$$Q_r = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

- في حالة تفاعل يوجد فيه الماء بوفرة نضع : $[H_2O] = 1$
- اذا كان احد النواتج او المتفاعلات صلبا فان تركيزها اصطلاحا هو 1.

مثال:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} = H_3O^+{}_{(aq)} + CH_3COO^-{}_{(aq)}$$

$$Q_r = \frac{[H_3O^+] \times [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{\frac{x}{V} \times \frac{x}{V}}{\frac{n_0 - x}{V}} = \frac{x^2}{V(n_0 - x)}$$

خلال التحول الكيميائي التقدم x يتغير من 0 الى التقدم النهائي τ_f فهذا يعني أن Q_r يتغير من Q_{ri} الى Q_{rf} .

ج – ثابت التوازن K

- التفاعل عند التوازن:

نعتبر محلولين لحمض الايثانويك:

محلول (S_1) تركيزه المولي $c_1 = 0.01\, mol/L$ وله $\mathrm{pH}_1 = 3.4$

محلول (S_2) تركيزه المولي $c_2 = 0.005\, mol/L$ وله $\mathrm{pH}_2 = 3.56$.

لنحسب كسر التفاعل النهائي لكل محلول:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} = H_3O^+{}_{(aq)} + CH_3COO^-{}_{(aq)}$$

المحلول (S_1) :

$$[CH_3COO^-]_f = [H_3O^+]_f = 10^{-pH} = 10^{-3.4} = 3.98\times10^{-4}\, mol/L$$
$$[CH_3COOH]_f = C_1 - [H_3O^+]_f = 0.01 - 3.98\times10^{-4} = 9.6\times10^{-3}\, mol/L$$
$$Q_r = \frac{[CH_3COO^-]_f\times[H_3O^+]_f}{[CH_3COOH]_f} = \frac{3.98\times10^{-4}\times3.98\times10^{-4}}{9.6\times10^{-3}} = 1.65\times10^{-5}$$

المحلول (S_2) :

$$[CH_3COO^-]_f = [H_3O^+]_f = 10^{-pH} = 10^{-3.56} = 2.75\times10^{-4}\, mol/L$$
$$[CH_3COOH]_f = C_1 - [H_3O^+]_f = 0.005 - 2.75\times10^{-4} = 4.72\times10^{-3}\, mol/L$$
$$Q_{rf} = \frac{[CH_3COO^-]_f\times[H_3O^+]_f}{[CH_3COOH]_f} = \frac{2.75\times10^{-4}\times2.75\times10^{-4}}{4.72\times10^{-3}} = 1.65\times10^{-5}$$

نتيجة : كسر التفاعل النهائي لا يتعلق بالتركيز الابتدائي للحمض في المحلول .

- كسر التفاعل النهائي Q_{rf} ويمثل قيمة كسر التفاعل عند الحالة النهائية للجملة حيث كمية المادة للمتفاعلات والنواتج لا تتغير.
- عند حالة التوازن كسر التفاعل النهائي لا يتعلق بالتركيب الابتدائي للجملة وكل معادلة ترفق بثابت توازن K قيمته تساوي Q_{rf}

ثابت التوازن $\boldsymbol{K}$ يتعلق فقط بدرجة الحرارة

$$K = Q_{rf} = \frac{[C]^c{}_f\times[D]^d{}_f}{[A]^a{}_f\times[B]^b{}_f}$$

د – تأثير الحالة الابتدائية لجملة على حالة التوازن:

- **النسبة النهائية لتقدم التفاعل والحالة الابتدائية:**

نعتبر محلولين لحمض البروبانويك (S_1) و (S_2) تركيزهما على التوالي: $C_1 = 10^{-2}\, mol/L$ و $C_2 = 10^{-3}\, mol/L$

نقيس الناقلية النوعية لكل محلول فنجد: $\sigma_1 = 14.3 mS/m$ و $\sigma_2 = 4.3 mS/m$.

معادلة التفاعل:

$$C_2H_5COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} = H_3O^+{}_{(aq)} + C_2H_5COO^-{}_{(aq)}$$

حساب تركيز الافراد المتواجدة في المحلول :

$$\sigma = \lambda_{C_2H_5COO^-}[C_2H_5COO^-] + \lambda_{H_3O^+}[H_3O^+] = [H_3O^+]\times(\lambda_{C_2H_5COO^-} + \lambda_{H_3O^+})$$
$$\Longrightarrow [H_3O^+] = \frac{\sigma}{\lambda_{C_2H_5COO^-} + \lambda_{H_3O^+}}$$

المحلول (S_1)

$$[H_3O^+] = \frac{\sigma_1}{\lambda_{C_2H_5COO^-} + \lambda_{H_3O^+}} = \frac{14.3}{3.58 + 35} = 0.371\, mol/m^3 = 3.71\times10^{-4}\, mol/L$$
$$[H_3O^+] = [C_2H_5COO^-] = 3.71\times10^{-4}\, mol/L$$
$$[C_2H_5COOH] = C_1 - [C_2H_5COO^-] = 0.01 - 3.71\times10^{-4}\, mol/L = 9.63\times10^{-3}\, mol/L$$
$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{[H_3O^+]\times V}{C_1 V} = \frac{[H_3O^+]}{C_1} = \frac{3.71\times10^{-4}}{0.01} = 0.037 = 3.7\%$$

المحلول (S_2):

$$[H_3O^+] = \frac{\sigma_2}{\lambda_{C_2H_5COO^-} + \lambda_{H_3O^+}} = \frac{4.3}{3.58 + 35} = 0.111\,mol/m^3 = 1.11\times10^{-4}\,mol/L$$

$$[H_3O^+] = [C_2H_5COO^-] = 1.11\times10^{-4}\,mol/L$$

$$[C_2H_5COOH] = C_2 - [C_2H_5COO^-] = 0.001 - 3.71\times10^{-4}\,mol/L = 8.89\times10^{-4}\,mol/L$$

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{[H_3O^+]\times V}{C_2 V} = \frac{[H_3O^+]}{C_2} = \frac{1.11\times10^{-4}}{0.001} = 0.11 = 11\%$$

نتيجة: النسبة النهائية لتقدم التفاعل تتعلق بالحالة الابتدائية للجملة.

- **النسبة النهائية لتقدم التفاعل وثابت التوازن K:**

معادلة التفاعل	$C_2H_5COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} = H_3O^+{}_{(aq)} + C_2H_5COO^-{}_{(aq)}$			
الحالة الابتدائية	CV	بوفرة	0	0
الحالة الانتقالية	$CV - x$	بوفرة	x	x
الحالة النهائية	$CV - x_f$	بوفرة	x_f	x_f

كسر التفاعل النهائي: $Q_{rf} = \frac{[C_2H_5COO^-]_f\times[H_3O^+]_f}{[C_2H_5COOH]_f}$

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{x_f}{CV} \Rightarrow x_f = \tau_f\, CV$$

$$[CH_3COO^-]_f = [H_3O^+]_f = \frac{x_f}{V} = \frac{\tau_f\, CV}{V} = \tau_f\, C$$

$$[C_2H_5COOH]_f = C - [C_2H_5COO^-]_f = C - \tau_f\, C$$

$$Q_{rf} = \frac{\tau_f\, C\times\tau_f\, C}{C(1-\tau_f)} = \frac{{\tau_f}^2 C}{1-\tau_f}$$

$$K = Q_{rf} = \frac{{\tau_f}^2 C}{1-\tau_f}$$

نتيجة: النسبة النهائية لتقدم التفاعل تتعلق بثابت التوازن.

ملاحظة: اذا كان $K > 10^4$ فان $\tau_f > 99\%$ وبالتالي يكون التحول تام.

التفسير المجهري لحالة التوازن:

التصادم الفعال بين المتفاعلات يؤدي الى انكسار روابط لتتشكل النواتج لكن النواتج تتصادم فيم بينها لتشكل المتفاعلات ، في البداية يكون تشكل النواتج اسرع من اختفائها لكن بعد مدة تتساوى سرعة تشكل النواتج وسرعة اختفائها لهذا تكون الجملة في حالة توازن.

6-التحولات حمض – أساس:

أ- **التفكك الذاتي للماء:**

الماء المقطر يتفكك ذاتيا حسب المعادلة :

$$2H_2O_{(l)} = H_3O^+{}_{(aq)} + HO^-{}_{(aq)}$$

قيمة ناقليته نجدها $\sigma = 5.5\mu S/m$ عند 25°C .

$$\boldsymbol{\sigma} = \lambda_{H_3O^+}[H_3O^+] + \lambda_{HO^-}[HO^-] = [H_3O^+]\times(\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{HO^-})$$
$$\Rightarrow [H_3O^+] = \frac{\sigma}{\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{HO^-}} = \frac{5.5\times10^{-3}}{35+20} = 10^{-4}mol/m^3 = 10^{-7}mol/l$$

ومنه $pH = 7$.

ب- الجداء الشاردي للماء:

من اجل كل محلول مائي عند 25°C يكون : $Ke = [H_3O^+]\times[HO^-] = 10^{-14}mol/l$.

نعرف pKe بالعبارة: $pKe = -\log Ke = 14$.

جـ - سلم الــ pH :

يتغير pH المحاليل المائية عمليا من 0 حتى 14 وتصنف الى :

- محاليل معتدلة:

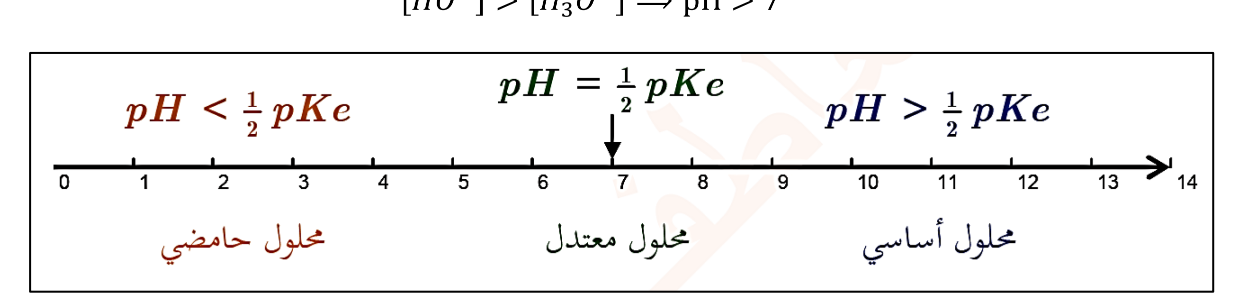
$$[HO^-] = [H_3O^+]$$
$$pKe = -\log Ke = -\log[H_3O^+]\times[HO^-] = -\log[H_3O^+]^2 = -2\log[H_3O^+]$$
$$pKe = -2\log[H_3O^+] = 2pH \Rightarrow pH = \frac{1}{2}pKe = 7$$

- محاليل حمضية:

$$[HO^-] < [H_3O^+] \Rightarrow [HO^-]\times[H_3O^+] < [H_3O^+]\times[H_3O^+]$$
$$\Rightarrow Ke < [H_3O^+]^2 \Rightarrow -\log Ke > -\log[H_3O^+]^2$$
$$\Rightarrow pKe > -2\log[H_3O^+] \Rightarrow pKe > 2pH$$
$$pH < \frac{1}{2}pKe \Rightarrow pH < 7$$

- محاليل أساسية:

$$[HO^-] > [H_3O^+] \Rightarrow pH > 7$$



د- ثوابت الحموضة K_a و pK_a للثنائيات (اساس / حمض):

لتكن معادلة تفاعل الحمض HA :

$$HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} = H_3O^+{}_{(aq)} + A^-{}_{(aq)}$$

ثابت التوازن يسمى ايضا ثابت الحموضة ويعطى بالعلاقة:

$$K_a = \frac{[A^-]_f\times[H_3O^+]_f}{[HA]_f}$$

نعرف الــ pK_a بالعلاقة:

$$pK_a = -\log K_a \Rightarrow K_a = 10^{-pK_a}$$

- كلما كان K_a كبير كان pK_a صغير فان الحمض اقوى والاساس المرافق اضعف.
- كلما كان K_a صغير كان pK_a كبير فان الحمض اضعف والاساس المرافق اقوى.
- **العلاقة بين الــ pH و pK_a :**

$$pK_a = -\log K_a = -\log\left(\frac{[A^-]_f \times [H_3O^+]_f}{[HA]_f}\right) = -\log[H_3O^+]_f - \log\frac{[A^-]_f}{[HA]_f}$$

$$pK_a = \text{pH} - \log\frac{[A^-]_f}{[HA]_f} \Rightarrow \text{pH} = pK_a + \log\frac{[A^-]_f}{[HA]_f}$$

ه- مجالات تغلب الصفة الحمضية او الاساسية لثنائية:

- اذا كان $\text{pH} = pK_a$ فإن $\log\frac{[A^-]_f}{[HA]_f} = 0$ ومنه $\frac{[A^-]_f}{[HA]_f} = 1$ أي $[A^-]_f = [HA]_f$ لا توجد صفة غالبة.
- اذا كان $\text{pH} < pK_a$ فإن $\log\frac{[A^-]_f}{[HA]_f} < 0$ ومنه $\frac{[A^-]_f}{[HA]_f} < 1$ أي $[A^-]_f < [HA]_f$ الصفة الحمضية هي الغالبة.
- اذا كان $\text{pH} > pK_a$ فإن $\log\frac{[A^-]_f}{[HA]_f} > 0$ ومنه $\frac{[A^-]_f}{[HA]_f} > 1$ أي $[A^-]_f > [HA]_f$ الفة الاساسية هي الغالبة..

- **مخطط توزيع الصفة الغالبة:**

لمعرفة الصفة الغالبة لثنائية يستعمل في العادة مخطط الصفة الغالبة ويبرز تطور النسبة المئوية للصفة الحمضية والنسبة المئوية للصفة الاساسية بدلالة pH المحلول.

- عند تقاطع المنحنيين $\text{pH} = pK_a$
- تحسب هذه النسب كما يلي:

$$[HA]_f\% = \frac{[HA]_f}{[HA]_f + [A^-]_f} \times 100$$

$$[A^-]_f\% = \frac{[A^-]_f}{[HA]_f + [A^-]_f} \times 100$$

و- تطبيق على الكاشف الملون:

الكاشف الملون عبارة على ثنائية اساس/حمض حيث لون الصفة الحمضية يختلف عن لون الصفة الاساسية ، ويرمز لها بالرمز (HIn/In^-) .

معادلة تفاعل الكاشف مع الماء هي:

$$HIn_{(a)} + H_2O_{(l)} = {H_3O^+}_{(aq)} + {In^-}_{(aq)}$$

ثابت الحموضة لهذا التفاعل

$$K_i = \frac{[In^-]_f \times [H_3O^+]_f}{[HIn]_f}$$

$$\text{pH} = pK_i + \log\frac{[In^-]_f}{[HIn]_f}$$

- ان لون المحلول يتعلق بالنسبة: $R=\frac{[In^-]_f}{[HIn]_f}$ وبالتالي قيمة الـــ pH .
- العين العادية تشعر بلون احدى الصفتين اذا كان تركيزها يساوي على الاقل 10 مرات من تركيز الصفة الثانية ، ومنه يوجد ثلاث حالات:
  - اذا كان $R \geq 10$ أي $\text{pH} \geq pK_i + 1$ فان المحلول يأخذ لون الصفة الاساسية In^- .
  - اذا كان $R \leq 10$ أي $\text{pH} \leq pK_i - 1$ فان المحلول يأخذ لون الصفة الحمضية HIn .
  - من أجل المجال $pK_i - 1 \leq \text{pH} \leq pK_i + 1$ فان المحلول يأخذ لون هو مزيج من اللونين ويسمى هذا المجال بمجال التغير اللوني

لـــون الحمـــض	لـــون وســـطي	لـــون الأســـاس
$pK_i - 1$	$pK_i + 1$	pH

أمثلة:

لون الأساس	مجال التغير اللوني	لون الحمض	إسم الكاشف
أصفر	**3,1 - 4,4**	أحمر (احمر وردي)	**هيليانتين**
أصفر	**4,2 - 6,2**	أحمر	**أحمر الميثيل**
أزرق	**6,0 - 7,6**	أصفر	**أزرق البروموتيمول**
بنفسجي وردي	**8,2 - 10,0**	عديم اللون	**فينولفتاليين**

7- المعايرة :

أ- المعايرة الــ pH مترية: معايرة حمض ضعيف بواسطة اساس قوي: معايرة حمض البنزويك بواسطة هيدروكسيد الصوديوم:

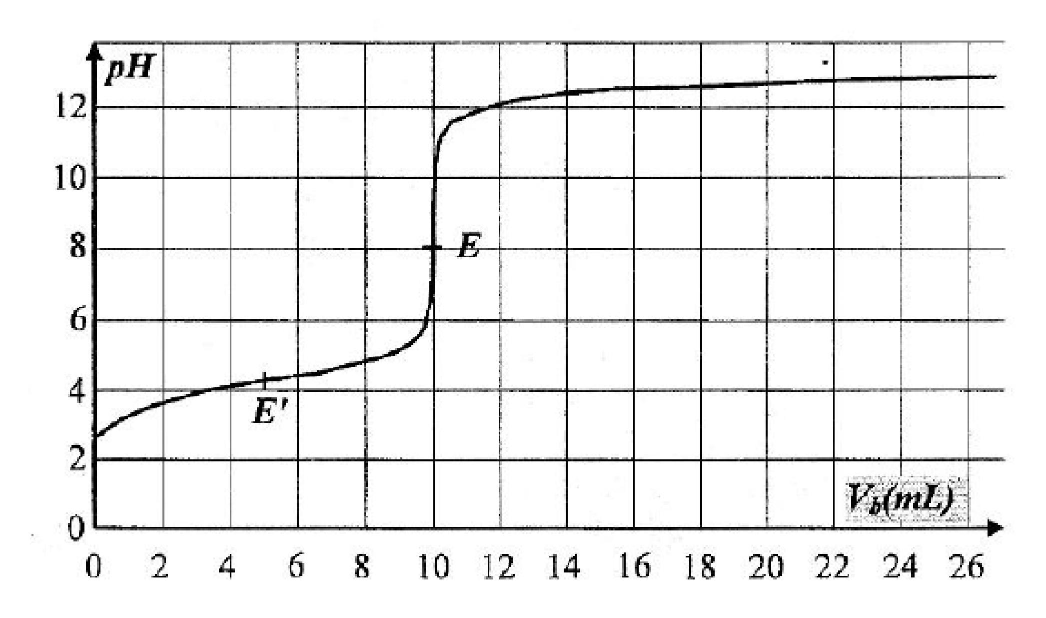
تؤخذ كل المحاليل في 25°C .

نحضر محلولا مائيا S حجمه $500ml$ لحمض البنزويك النقي C_6H_5COOH في الماء .

1- اكتب معادلة انحلال حمض البنزويك في الماء .

2- اكتب عبارة ثابت التوازن لانحلال الحمض في الماء.

3- نعاير حجما $V_a = 20ml$ من محلول حمض البنزويك بمحلول هيدروكسيد الصوديوم $(Na^+{}_{aq} + OH^-{}_{aq})$ تركيزه المولي : $C_b = 0.2\, mol/l$ المنحنى البياني يعطي تطور pH المزيج بدلالة حجم الأساس المضاف V_b .



أ- اكتب معادلة تفاعل المعايرة .

ب- اذكر البروتوكول التجريبي للمعايرة مع رسم للتركيب المستعمل.

ج- عين احداثيات النقطتين E و E' من الشكل ، ما مدلولهما الفيزيائي ؟

د- ما هو الكاشف المناسب في هذه المعايرة؟

ه- جد التركيز المولي C_a لحمض البنزويك .ثم احسب الكتلة m لحمض البنزويك النقي المستعملة لتحضير المحلول S .

و- جد قيمة pK_a ثم K_a للثنائية : $C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-$.ثم استنتج ثابت التوازن لتفاعل المعايرة ماذا تستنتج ؟

ز- ما هو النوع الكيميائي الذي يشكل الصفة الغالبة عند $pH = 6$ ، $pH = 3$ و $pH = 4.3$؟

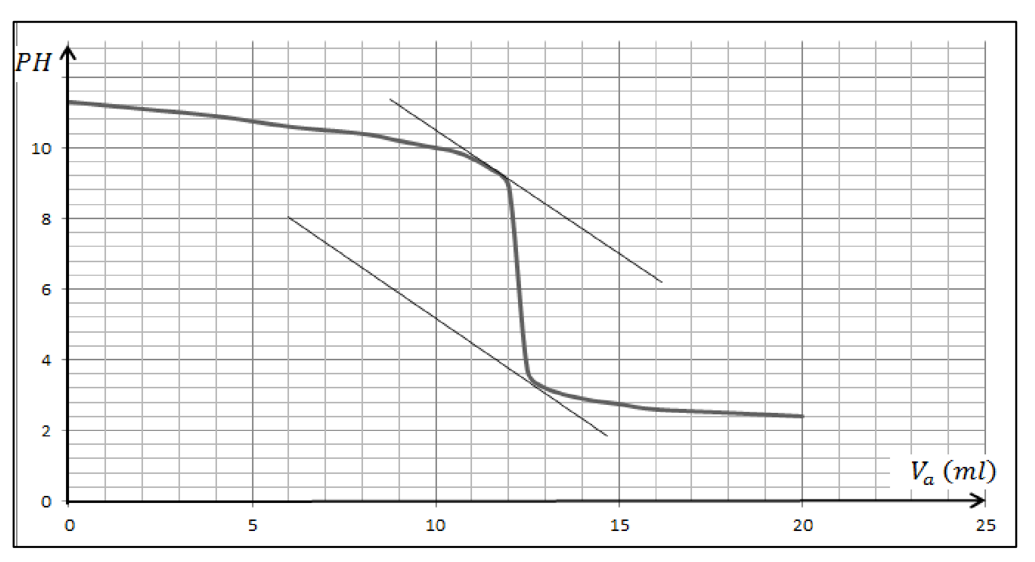
$M(C) = 12\, g/mol \quad , \quad M(H) = 1\, g/mol \quad , \quad M(O) = 16\, g/mol$

ب- معايرة أساس ضعيف بحمض قوي:

المثيل أمين $CH_3NH_{2(aq)}$ هو أساسا ضعيف ينحل في الماء ليعطي شوارد الميثيل أمونيوم $CH_3NH_3{}^+{}_{(aq)}$ وفق المعادلة التالية:

$$CH_3NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} = HO^-{}_{(aq)} + CH_3NH_3{}^+{}_{(aq)}$$

نقوم بمعايرة محلول مثيل امين تركيزه C_b مجهول بواسطة محلول حمض كلور الماء $\left(H_3O^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}\right)$ ، من اجل ذلك نضع في بيشر حجما $V_b = 20\ ml$ من محلول مثيل أمين ثم نظيف اليه تدريجيا بواسطة سحاحة محلولا من كلور الهيدروجين تركيزه $C_a = 0.02\ mol/l$. نقيس PH المزيج عند كل إضافة بواسطة جهاز PH متر فنتحصل على المنحنى البياني :



1- اكتب معادلة تفاعل المعايرة.

2- اوجد احداثيات نقطة التكافؤ .

3- في غياب الـــ PH متر ما هو الكاشف الملون المناسب لهذه المعايرة :

الكاشف	احمر البروموفينول	احمر الفينول	الهليانتين	الفينول فتالين
مجال تغير اللون	6.8-5.2	8.4-6.6	4.4-3.1	10-8.2

4- عين التركيز المولي C_b لمحلول المثيل امين .

5- ندرس انحلال محلول المثيل امين السابق في الماء

أ- أنشئ جدولا لتقدم تفاعل انحلال المثيل أمين في الماء .

ب- عبر عن نسبة تقدم التفاعل $_f$ بدلالة التركيز المولي C_b ، والـــ K_e و PH المحلول .

- احسب τ_f ، ماذا تستنتج ؟

ج- اكتب عبارة K ثابت توازن انحلال المثيل أمين بدلالة تراكيز الشوارد الموجودة في المحلول .

- اثبت أن عبارة ثابت الحموضة K_a يعطى بالعلاقة : $K_a = \frac{K_e(1-\tau_f)}{C_b.\tau_f{}^2}$ ثم احسبه .

- استنتج PKa للثنائية $CH_3NH_3{}^+/CH_3NH_2$ بطريقتين .